

IL GRUPPO VIA: O, S, Se, Te, Po

Periodic Table of the Elements

1 IA 11A																	18 VIII A 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.933	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallium 69.732	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.09	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.80
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [298]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

L'OSSIGENO: PRODUZIONE

Dopo H₂SO₄ e N₂, è il terzo prodotto chimico in quanto a produzione industriale.

Industrialmente viene prodotto per **distillazione frazionata dell'aria liquida** (di cui è circa il 21% v/v). Viene immagazzinato in fase liquida o in fase gas in bombole (contenenti tracce di N₂ e Ar).

ALTRI METODI DI SINTESI:

- elettrolisi dell'acqua;
- disproporzionamento di H₂O₂ in presenza di catalizzatori di Ni o Pt;
- decomposizione termica di sali derivanti da ossiacidi:



IMPIEGHI:

65-85% usato nella produzione di acciai; in metallurgia; nella sintesi di prodotti chimici; nel trattamento di acque reflue; per la sbiancatura della carta; come combustibile (liquido).

L'OSSIGENO: ISOTOPI E ALLOTROPI

Sono noti **3 isotopi**: ^{16}O (99,76%) ^{17}O (0,037%) ^{18}O (0,204%).

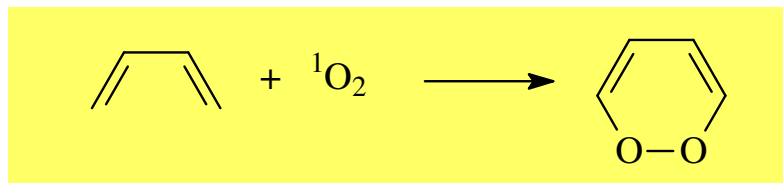
Sono noti **2 allotropi**: O_2 e O_3 (noto come ozono).

L'**ossigeno molecolare**, O_2 , a T e P ambiente è un gas incolore e inodore, altamente reattivo (eccetto con alogeni, gas nobili e metalli nobili). È altamente solubile in acqua e in solventi organici (quali etere dietilico, acetone, tetracloruro di carbonio, benzene).

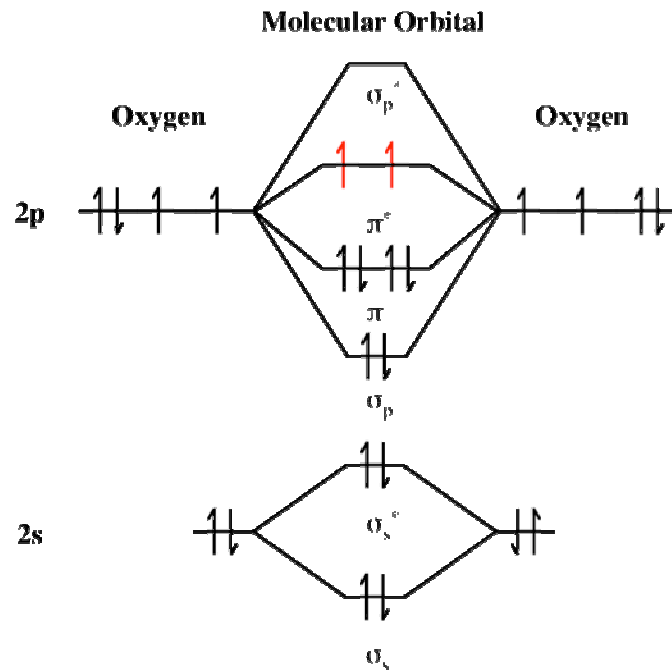
È una molecola paramagnetica (cfr comportamento in presenza di un campo magnetico e spiegazione mediante lo schema degli orbitali molecolari).

Allo stato liquido ($T_{\text{eb}} = -183 \text{ }^\circ\text{C}$) è leggermente blu, in ragione dei salti elettronici tra lo stato di tripletto e quello di singoletto (cfr slide successiva).

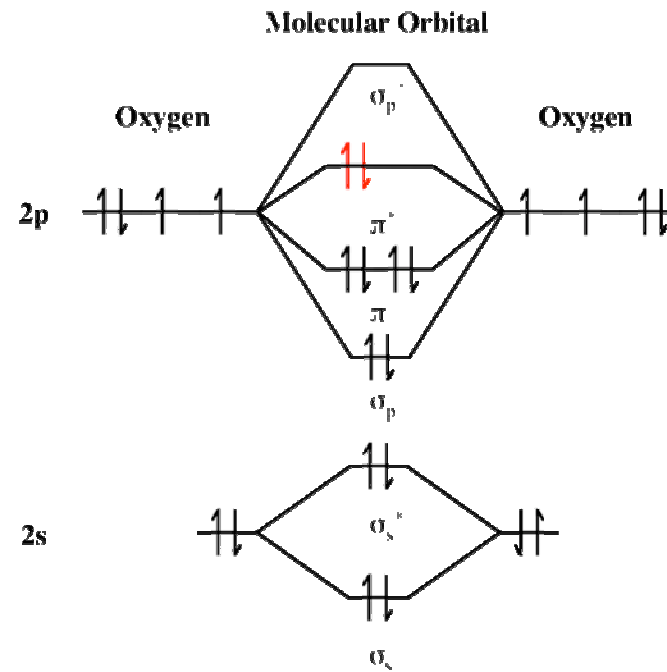
L'“ossigeno singoletto” ($^1\text{O}_2$) è generato per via chimica ($\text{H}_2\text{O}_2/\text{Cl}_2$) o per via fotochimica. Sopravvive sufficientemente a lungo per poter partecipare a reazioni chimiche:



L'OSSIGENO: SINGOLETTO E TRIPLETTO



Ossigeno tripletto:
stato elettronico fondamentale



Ossigeno singoletto:
primo stato elettronico eccitato

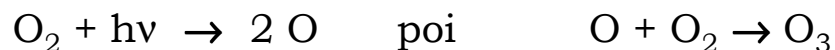
L'OSSIGENO: ISOTOPI E ALLOTROPI

L'**ozono**, **O₃**, a T e P ambiente è un gas di colore blu, dall'odore pungente, esplosivo, diamagnetico, termodinamicamente instabile ($\Delta G_f^\circ = +163 \text{ kJ/mol}$).

O₃ è una molecola simmetrica ($d_{\text{O-O}}$ 1,28 Å) piegata (O–O–O *ca.* 117°)..



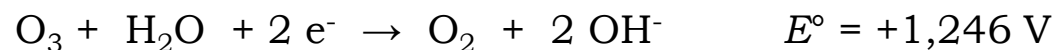
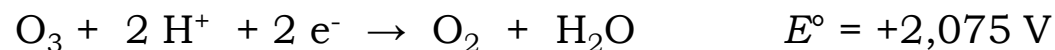
L'ozono si forma nella stratosfera per effetto, sull'ossigeno molecolare, della radiazione della regione del lontano UV (200 – 120 nm):



Industrialmente, viene ottenuto da O₂ per azione di una scarica elettrica (si ottiene fino al 10% di O₃). Puro si ottiene per liquefazione frazionata di una miscela di O₂ e O₃.

O₃ è più ossidante di O₂: $\text{O}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{KOH} + \text{O}_2$

In soluzione acquosa, è meno ossidante solo di F₂, O atomico, radicale OH:



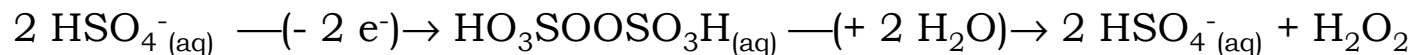
IMPIEGHI: ossidante, disinfettante per acque, cibi, rimozione odori da acque di scarico.

L'OSSIGENO: ACQUA OSSIGENATA

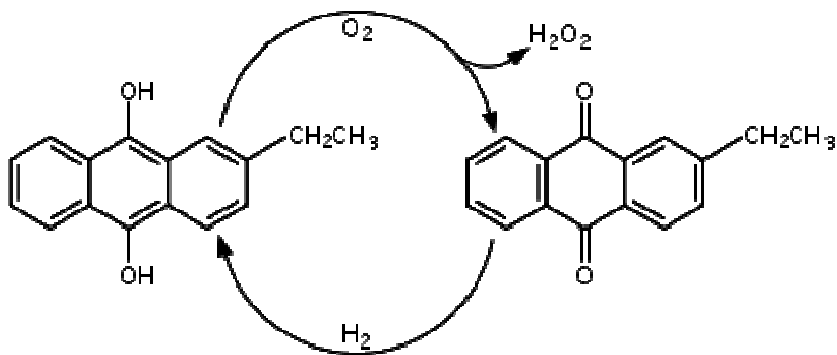
L'**acqua ossigenata**, H_2O_2 , è un liquido incolore ($T_{\text{eb}} = 152 \text{ }^\circ\text{C}$) simile all'acqua, ma più densa in quanto ha legami a idrogeno più forti.

SINTESI:

- ❑ Prima sintesi: acidificazione di soluzioni di BaO_2 (J.L. Thenard, 1818).
- ❑ Sintesi successive: idrolisi di perossodisolfati (preparati per ossidazione elettrolitica di soluzioni acide di solfato):



- ❑ Sintesi industriale: autoossidazione dell'antrachinone (brevettata nel 1939):

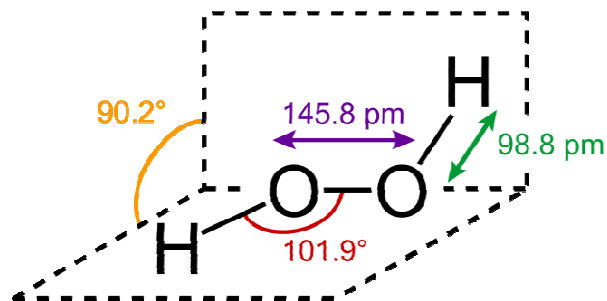


Riduzione antrachinone al corrispondente antraidrochinone, via idrogenazione catalitica (Pd). Autoossidazione dell'antraidrochinone a rigenerare l'antrachinone, con produzione di H_2O_2 come sottoprodotto.

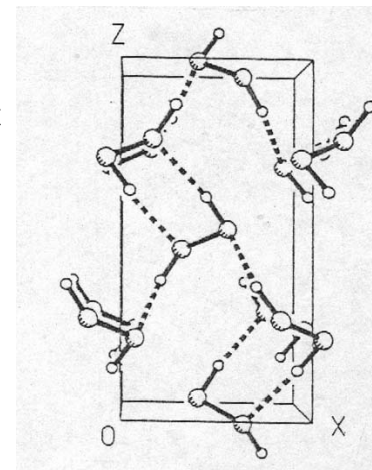
Estrazione H_2O_2 .

L'OSSIGENO: ACQUA OSSIGENATA

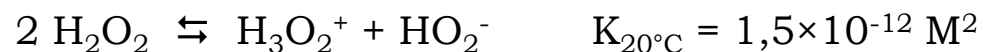
La molecola possiede una struttura a libro:



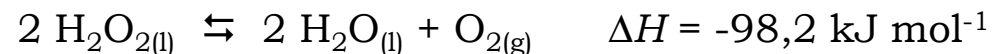
Allo stato solido presenta un *network* tridimensionale ordinato dovuto ai legami a idrogeno



Presenta acidità lievemente superiore a quella dell'acqua:



È una sostanza termodinamicamente instabile rispetto alla disproporzione: in presenza di luce o di tracce di metalli pesanti decompone secondo la reazione:



L'OSSIGENO: ALOGENURI

Sono noti sei fluoruri binari: OF_2 , O_2F_2 , O_3F_2 , O_4F_2 , O_5F_2 , O_6F_2 .

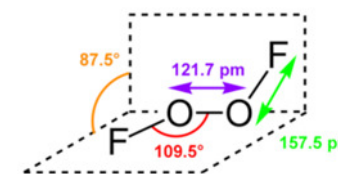
OF_2 : gas giallo pallido ($T_{\text{eb}} = -145\text{ }^\circ\text{C}$), altamente tossico; se puro è stabile fino a $200\text{ }^\circ\text{C}$.
si ottiene facendo passare F_2 attraverso una soluzione diluita di NaOH :



È una molecola angolare ($\text{F-O-F} \sim 103^\circ$).

È la specie con il più elevato stato di ossidazione (+2) per l'ossigeno: è dunque un forte agente ossidante e fluorurante.

O_2F_2 : ottenuto per azione di una scarica elettrica su una miscela di O_2 e F_2 a bassa P.
Poco stabile, si decompone rapidamente al di sopra dei $-100\text{ }^\circ\text{C}$.
Ha struttura simile a H_2O_2 , ma con legame O-O più corto e O-F lungo ($d_{\text{O-O}} = 1,22\text{ \AA}$ vs. $1,47\text{ \AA}$ di H_2O_2 ; $d_{\text{O-F}} = 1,58\text{ \AA}$).
Forte agente ossidante e fluorurante anche a basse T (inferiori a $-150\text{ }^\circ\text{C}$).



LO ZOLFO: ABBONDANZA E IMPIEGHI

È il XVI elemento sulla crosta terrestre (~340 ppm). È presente in composti organici (amminoacidi) e inorganici (solfati, solfiti, solfuri).

In forma elementare, S elementare si trova in depositi ove è generato dalla riduzione di solfati da parte di batteri anaerobici.

Nei composti, si trova in

- gas naturali (H_2S);
- solfuri (pirite, FeS_2 ; blenda, $(\text{Fe},\text{Zn})\text{S}$)
- solfati di metalli elettropositivi
(CaSO_4 ; MgSO_4 nelle acque oceaniche).

IMPIEGHI:

La maggior parte viene convertito negli ossidi, SO_2 ed SO_3 , per la sintesi di H_2SO_4 .

Utilizzato industrialmente nella vulcanizzazione della gomma; in fertilizzanti, insetticidi, fungicidi...

LO ZOLFO: PREPARAZIONE

1) Inizialmente prodotto in quantità ridotta (< 5%) da depositi vulcanici.

2) Nella prima metà del '900, mediante il **processo Frasch** basato sullo zolfo fuso ($T_{\text{fus}} = 119 \text{ }^\circ\text{C}$).

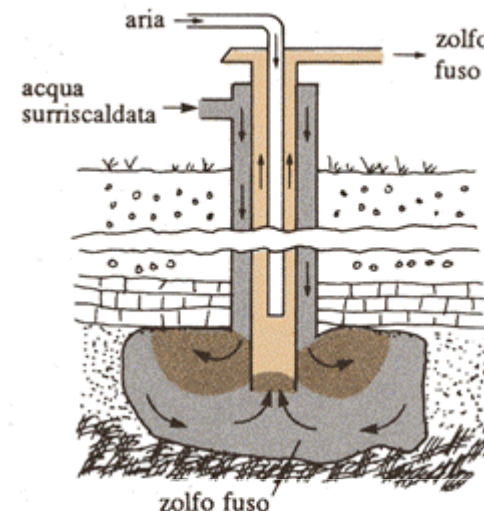
Si ottiene S con una purezza del 99,5-99,9%.

3) Da gas naturali, mediante il **processo Claus**:

I: H_2S assorbito su etanolamina;

II: ossidazione a SO_2 e successiva riduzione.

4) Da solfuri:
$$\text{FeS}_2 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$



Fusione di S, presente in depositi naturali di origine vulcanica, con vapor d'acqua surriscaldato ($160 \text{ }^\circ\text{C}$), seguita da pompaggio in superficie con aria compressa. S ottenuto viene purificato per sublimazione o per successive cristallizzazioni.

LO ZOLFO: ALLOTROPI

Presenta allotropia seconda solo al carbonio. Forma anelli S_n o catene S_n ($n = 2-5$).

GEOMETRIA:

distanze S-S tra 180 e 260 pm

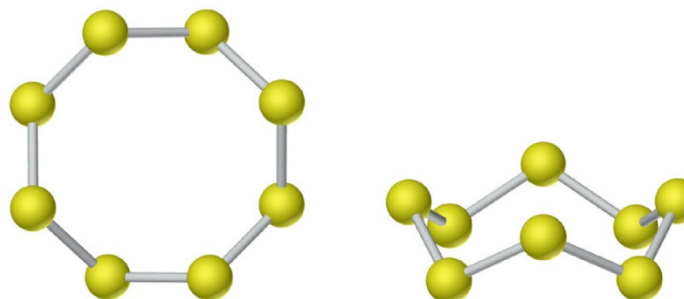
angoli S-S-S tra 90 e 180°

angoli diedri S-S-S-S tra 0 e 180°

Elevata energia di legame S-S (245 kJ mol⁻¹).

In fase gas, è costituito in parte da molecole S₂ paramagnetiche (che ricordano O₂, stato fondamentale di tripletto).

La struttura dello zolfo in fase solida è una delle prime studiate via cristallografia a raggi X; si sapeva già che conteneva **molecole S₈** da misure crioscopiche (E. Beckmann, 1912), ma la struttura ciclica, che è la forma più comune a T ambiente, fu determinata solo nel 1935.



LO ZOLFO: GLI OSSIDI

Il **diossido di zolfo**, SO_2 , è un gas incolore, tossico, che si forma quando viene bruciata una sostanza contenente carbonio (carbone o olii) in presenza di ossigeno. La molecola è piegata, con angolo O-S-O di circa 120° .

PREPARAZIONE:

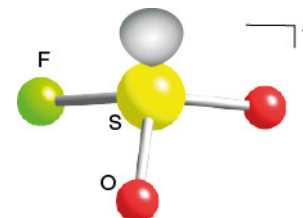
Su scala industriale: per combustione di S, H_2S , FeS_2 .

In laboratorio: $\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{CuSO}_{4(aq)} + \text{SO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Ha elevata solubilità in acqua, a dare $\text{H}_2\text{SO}_{3(aq)}$. Per questo è un inquinante atmosferico, responsabile delle piogge acide.

Liquido, è stato molto studiato come solvente non-acquoso.

Si comporta da acido di Lewis, formando complessi deboli con basi di Lewis:



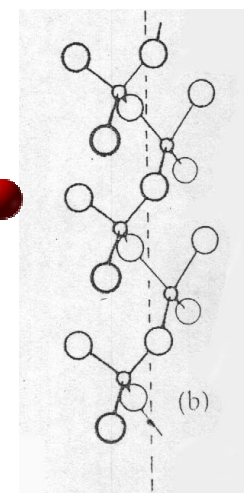
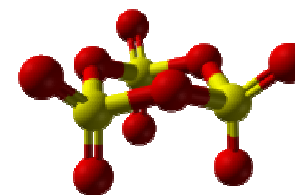
IMPIEGHI: sintesi acido solforico; disinfettante; sbiancante; solvente non acquoso; refrigerante...

LO ZOLFO: GLI OSSIDI

Il **triossido di zolfo**, SO_3 , è un gas a T e P ambiente.

In fase gas è una molecola planare trigonale. Allo stato solido forma trimeri o polimeri (b) (in presenza di umidità).

Commercializzato come liquido ($T_{\text{fus}} = 16,86 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_{\text{eb}} = 44,6 \text{ }^\circ\text{C}$) o come oleum (25-65% di SO_3 in H_2SO_4).



PREPARAZIONE:

- 1) Su scala industriale: ossidazione catalitica di SO_2 o termolisi di solfati ad alte temperature.
- 2) In laboratorio: distillazione sottovuoto di *oleum*.

REATTIVITÀ:

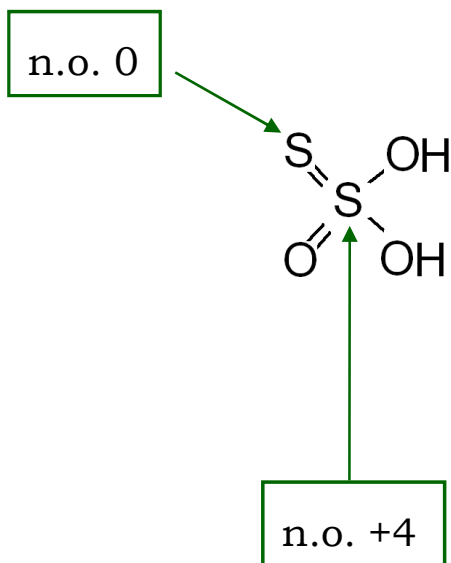
- a) Reazione fortemente esotermica con acqua, a dare H_2SO_4 .
- b) Forte acido di Lewis.
- c) Ridotto a SO_2 con solfuri.

LO ZOLFO: GLI OSSIDIACIDI

S forma molti ossoanioni. I numeri di ossidazione più comuni di S negli ossoanioni sono -2, 0, +2, +4 e +6.

Esistono anche composti contenenti legami S-S, in cui il numero di ossidazione è dispari oppure non è intero.

Esempio: il tiosolfato, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, in cui S ha numero di ossidazione medio +2, ma i due S hanno intorno chimico diverso:



<p style="text-align: center;">-SO₃-</p> <div style="text-align: center;"> O \parallel $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ \parallel O </div> <p>sulfurous acid</p> <p>Na_2SO_3 Na_2 sulfite</p> <p>NaHSO_3 Na bisulfite</p> <p>$\text{R}-\text{SO}_3^-$ R-sulfonate</p> <p>aniline-SO_3H_2 sulfanilic acid</p>	<p style="text-align: center;">-SO₄-</p> <div style="text-align: center;"> O \parallel $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ \parallel O </div> <p>sulfuric acid</p> <p>$\text{R}-\text{SO}_4^-$ R-sulfate</p> <p style="text-align: right;">eg. galactose sulfate</p>
<p style="text-align: center;">$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{O}-\text{R}$</p> <p>alkyl-alkane sulfonate</p>	<p style="text-align: center;">$\text{R}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{O}-\text{R}$</p> <p>diR-sulfate</p>
<p style="text-align: center;">-S₂O₂-</p> <div style="text-align: center;"> S \parallel $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ \parallel O </div> <p>thiosulfurous acid</p> <p style="text-align: center;">$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{S}-\text{R}$</p> <p>alkyl-alkane thiosulfonate</p>	<p style="text-align: center;">-S₂O₃-</p> <div style="text-align: center;"> S \parallel $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}^-$ \parallel O </div> <p>thiosulfate</p> <p>The diprotonated form, thio-sulfuric acid, decomposes in water → $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}^0$</p>
<p style="text-align: center;">-(SO₃)₂-</p> <div style="text-align: center;"> $\text{O} \quad \text{O}$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{S}-\text{O}^-$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{O} \quad \text{O}$ </div> <p>dithionate</p>	<p style="text-align: center;">-(SO₄)₂-</p> <div style="text-align: center;"> $\text{O} \quad \text{O}$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{O} \quad \text{O}$ </div> <p>peroxy-disulfuric acid</p>
<p style="text-align: center;">-S₂O₇-</p> <div style="text-align: center;"> $\text{O} \quad \text{O}$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ $\parallel \quad \parallel$ $\text{O} \quad \text{O}$ </div> <p>metabisulfite</p> <p style="text-align: right;">pyrosulfuric acid</p>	
<p style="text-align: center;">$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{S}_n-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{O}-\text{H}$</p> <p>polythionate</p> <p>eg. n=2 tetrathionate</p>	<p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{S}-\text{C}-\text{R} \\ \quad \parallel \\ \text{S} \quad \text{C} \\ \quad \parallel \\ \text{C} \quad \text{S} \end{array}$ </p> <p>dithiolethione</p>

LO ZOLFO: L'ACIDO SOLFORICO, H_2SO_4

PREPARAZIONE:

- 1) Prima sintesi industriale (1793): distillazione di $FeSO_4 \cdot nH_2O$ (verde di vetriolo).
- 2) Inizi '800: riscaldamento di S e $NaNO_3$ in grossi contenitori di vetro contenenti acqua.
- 3) Metà '800: camere di piombo anziché di vetro; ridotta la quantità di $NaNO_3$ ossidando S all'aria.
- 4) Oggi: da SO_2 per contatto:

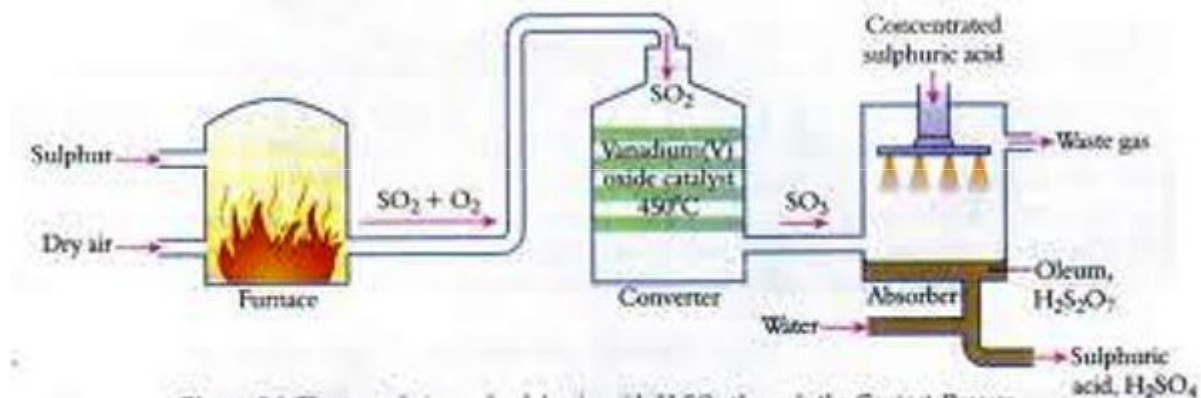
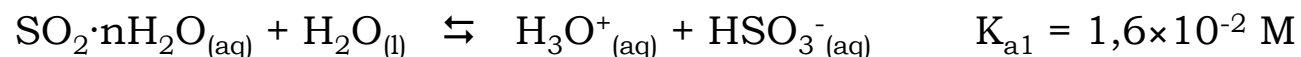


Figure 9.1 The manufacture of sulphuric acid, H_2SO_4 , through the Contact Process

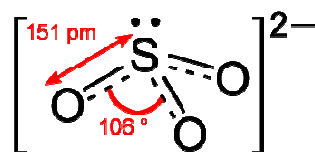
- 4a) S bruciato a dare SO_2 . la reazione è fortemente esotermica; con quantità stechiometriche porterebbe a $1600^\circ C$; si opera allora in eccesso d'aria in un bruciatore a ca. $600^\circ C$.
- 4b) SO_2 viene ossidata a SO_3 in presenza di un catalizzatore (V_2O_5); la reazione è esotermica.
- 4c) SO_3 idratata ad acido solforico mediante assorbimento in acido solforico concentrato (si produce l'oleum) e poi contatto con acqua.

LO ZOLFO: L'ACIDO SOLFOROSO, H_2SO_3

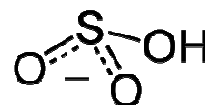
L'**acido solforoso**, H_2SO_3 , non è mai stato isolato puro, ma è presente in tracce nelle soluzioni acquose di SO_2 :



SALI: ne esistono due categorie, i solfiti, SO_3^{2-} , e gli idrogenosolfiti, HSO_3^- .

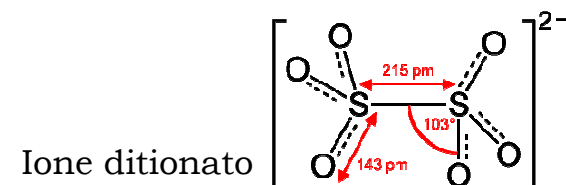


Ione solfito



Ione idrogenosolfito

Solfiti e idrogenosolfiti sono agenti riducenti; si ossidano a solfati o ditionati.



Ione ditionato

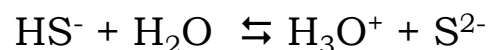
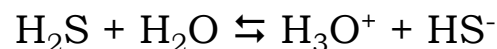
I solfiti dei metalli alcalini, M_2SO_3 ($\text{M} = \text{Na}, \text{K}$), vengono usati come *scavenger* per O_2 nel trattamento delle acque dei boiler, come agenti riducenti in fotografia, come antiossidanti nei cibi (K_2SO_3).

LO ZOLFO: GLI IDRURI

Gli **idruri di zolfo**, anche detti **solfori**, hanno formula generale H_2S_n .

Ottenuti per azione di acidi non ossidanti sui solfuri.

H₂S è il più semplice e l'unico termodinamicamente stabile. A T e P ambiente è un gas velenoso e maleodorante. Ha struttura simile all'acqua, ma $\text{H-S-H} = 92^\circ$ e non forma legami a idrogeno. Dà idrolisi acida:



Gli ioni solfuro, S^{2-} , sono stabili solo in soluzione basica (il secondo equilibrio di idrolisi è molto spostato verso sinistra).

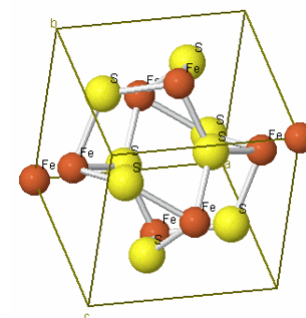
Solfuri

Ionici: dei metalli alcalini e alcalino-terrosi.

Metalli di transizione: spesso sono non-stechiometrici

(e.g. FeS , CoS , Cr_7S_8 , Cr_2S_3 ...). Nei disolfuri ci sono unità discrete S_2 (e.g. FeS_2 , CoS_2).

Non metalli: legami covalenti (e.g. SiS_2 , Sb_2S_3).

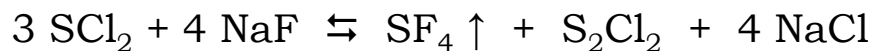


FeS_2 , pirite.

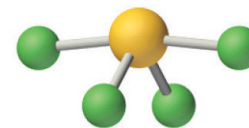
LO ZOLFO: GLI ALOGENURI

SF₄

Ottenuto per fluorurazione di SCl₂:



Impiegato come agente fluorurante.

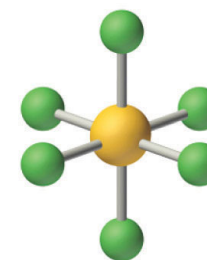


SF₄

SF₆

Ottenuto per fluorurazione di zolfo elementare.

Resistente agli attacchi chimici, inerte cineticamente.



SF₆

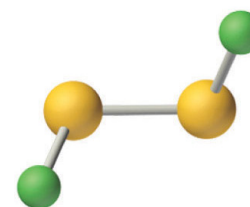
S₂Cl₂

Ottenuto per clorurazione diretta di S fuso (talvolta impuro di **SCl₂**).

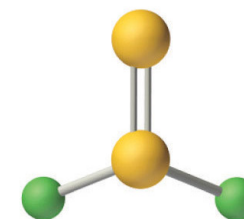
I cloruri di zolfo sono impiegati come solventi per S₈ nell'industria della gomma.

STRUTTURA: gli **S₂X₂** hanno la stessa struttura a libro di H₂O₂.

Per X = F è possibile una seconda forma, con i due atomi di zolfo in diversi stati di ossidazione.



FSSF



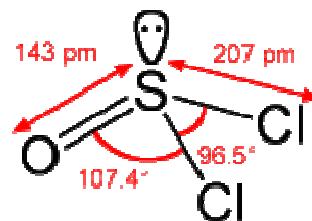
SSF₂

LO ZOLFO: GLI OSSIALOGENURI

Hanno formula **SOX₂** e **SO₂X₂** (X = F, Cl, Br).

Posseggono un doppio legame S=O, dovuto a donazione p_π-d_π da O a S.

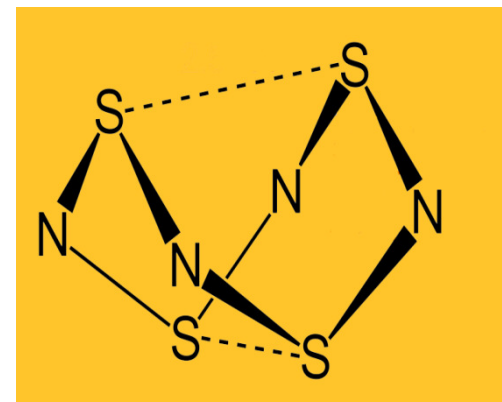
Molto usato il **cloruro di tionile, SOCl₂**. È un liquido incolore fumante, soffocante. Viene impiegato come agente clorurante.



LO ZOLFO: COMPOSTI CON L'AZOTO

Il più stabile è il **tetranitrato di tetrazolfo, S₄N₄**, stabile cineticamente, ma non termodinamicamente ($\Delta G_f^\circ = + 536 \text{ kJ mol}^{-1}$).

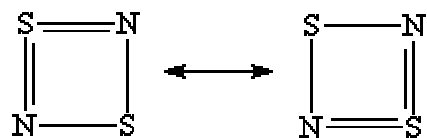
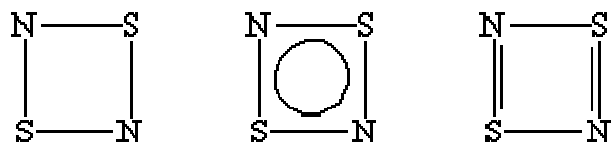
Struttura: anello otta-atomico, con parziale delocalizzazione degli elettroni (distanze S-N tutte uguali, corte).



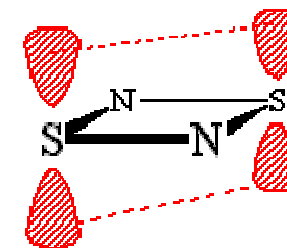
LO ZOLFO: COMPOSTI CON L'AZOTO

I cristalli di **S₄N₄** sono termocromici, giallo-arancio a 25 °C, rossi sopra i 100 °C e quasi incolori a -190 °C. È la base per la preparazione di una vasta gamma di composti S-N.

Il **dinitruo di dizolfo**, **S₂N₂**, si forma facendo passare vapori di S₄N₄ su lana d'argento calda.

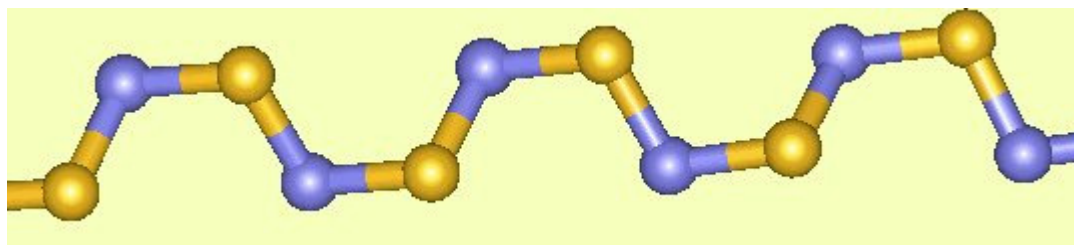
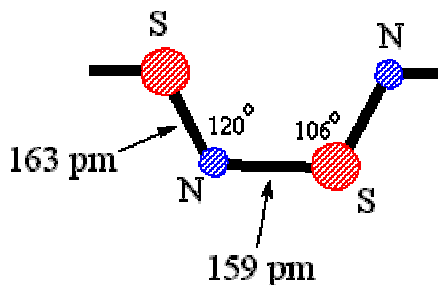


Proposte nel tempo varie strutture di Lewis, nessuna delle quali spiega le evidenze sperimentali



Questo è attualmente il modello più adeguato.

Lasciato a 0 °C per parecchi giorni, si trasforma nel polimero color bronzo **(SN)_x**, conduttore metallico e diviene superconduttore vicino allo zero assoluto.



Se, Te, Po: ABBONDANZA, PREPARAZIONE E IMPIEGHI

Se: scoperto da Berzelius (1817) come residuo rossastro nella combustione di CuS_x . Il nome deriva dal greco *selene* (luna).

Te: scoperto e isolato, nel 1782, da minerali dell'oro. Il nome deriva dal latino *tellus* (terra).

Po: scoperto da Marie Curie (1898) nella serie di decadimento dei minerali dell'uranio. Chiamato così in ricordo della Polonia, patria della Curie.

ABBONDANZA:

Se e **Te** sono elementi poco abbondanti, spesso combinati con lo zolfo nei suoi minerali.

Po è ancora meno abbondante e fortemente radioattivo.

Se e **Te** sono ottenuti come sottoprodotti da depositi nel trattamento elettrolitico del rame.

Se ottenuto dal residuo che si accumula nella sintesi di H_2SO_4 .

IMPIEGHI:

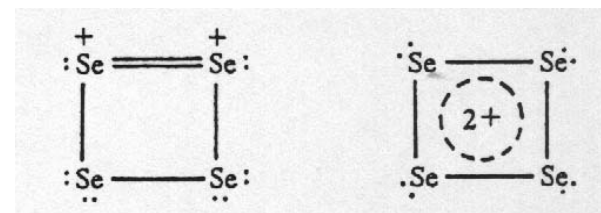
Se: come colorante per vetri (Cd/S/Se), in pigmenti rossi per plastiche, in inchiostri, in fotocellule in quanto fotoconduttore.

Te: usato in acciai non ferrosi, in leghe, per preparare prodotti chimici.

Se, Te, Po: PROPRIETÀ

Analogamente allo zolfo, in oleum si sciolgono formando policationi M_n^{2+} (le stechiometrie più comuni sono M_4^{2+} , M_8^{2+} , M_{16}^{2+} , M_4^{2+}), che danno soluzioni colorate. L'elemento ha numero di ossidazione frazionario.

Oltre allo scheletro σ vi sono un doppietto solitario e 2 elettroni π per ogni atomo di Se, da cui sottrarre due cariche negative (sono cationi divalenti). Si ha un totale di $4n+2$ elettroni nel sistema π .



Idruri e alogenuri: stabilità decrescente scendendo nel gruppo.

Punto di ebollizione normale

